Sulphate

The aesthetic objective for sulphate in drinking water is *≤500 mg/L*, based on taste considerations. Because of the possibility of adverse physiological effects at higher concentrations, it is also recommended that health authorities be notified of sources of drinking water that contain sulphate concentrations in excess of 500 mg/L.

General

Sulphur is a non-metallic element; its common valences are −2, −1, 0, +4 and +6. The three most important sources of sulphur for commercial use are elemental sulphur, hydrogen sulphide (H_2S, found in natural gas and crude oil) and metal sulphides such as iron pyrites. Hexavalent sulphur combines with oxygen to form the divalent sulphate ion (SO_4^{2-}). Sulphates occur naturally in numerous minerals, including barite ($BaSO_4$), epsomite ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) and gypsum ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$).[1] The reversible interconversion of sulphate and sulphide in the natural environment is known as the "sulphur cycle."[2,3]

Sulphur, principally in the form of sulphuric acid, is one of the most widely used chemicals in industrialized society. Most sulphur is converted into sulphuric acid, close to 60% of which is used for the production of phosphate and ammonium sulphate fertilizers. World production of sodium sulphate in 1988 was estimated to be approximately 4 million tonnes; 342 076 t were produced in Canada in 1987, whereas the United States and Europe produced 985 000 t and 1.8 million tonnes, respectively.[4]

Sulphates or sulphuric acid products are also used in the manufacture of numerous chemicals, dyes, glass, paper, soaps, textiles, fungicides, insecticides, astringents and emetics. They are also used in the mining, pulping, metal and plating industries, in sewage treatment and in leather processing.[1] Aluminum sulphate (alum) is used as a sedimentation agent in the treatment of drinking water, and copper sulphate has been used for the control of blue-green algae in both raw water and public water supplies in the United States.[5,6]

Salt cake (sodium sulphate) is often produced in regions where natural brine deposits occur. Salt cake consumption has declined in recent years owing to the introduction of new methods in the chemical pulping of wood (the major use for this mineral), which require less salt cake. In 1975, 256 385 t were consumed in Canada, compared with 188 626 t in 1984. The use of salt cake as a diluent in detergents has been estimated to account for 10% of total consumption.[4]

Occurrence

Sodium, potassium and magnesium sulphates are all soluble in water, whereas calcium and barium sulphates and the heavy metal sulphates are not. Dissolved sulphate may be reduced to sulphide, volatilized to the air as hydrogen sulphide, precipitated as an insoluble salt or incorporated in living organisms.[7]

Sulphates are discharged into the aquatic environment in wastes from industries that use sulphates and sulphuric acid, such as mining and smelting operations, kraft pulp and paper mills, textile mills and tanneries.[7,8] Atmospheric sulphur dioxide (SO_2), formed by the combustion of fossil fuels and by the metallurgical roasting process, may also contribute to the sulphate content of surface waters. It has frequently been observed that the levels of sulphate in surface water correlate with the levels of sulphur dioxide in emissions from anthropogenic sources. In the Sudbury region in Ontario, for example, it was found that water quality changes such as an increase in pH and a decrease in sulphate, nickel and copper levels coincided with a reduction in sulphur dioxide emissions from the Sudbury metal smelters.[9]

Sulphur trioxide (SO_3), produced by the photolytic or catalytic oxidation of sulphur dioxide, combines with water vapour to form dilute sulphuric acid, which falls as "acid" rain or snow.[7] Sulphate concentrations in rain in Canada ranged between 1.0 and 3.8 mg/L in 1980,[10] whereas concentrations ranging from 3 to 7 mg/L had previously been measured in Toronto.[11] Measurements of snowpack (March) and rainfall (between March and April) sulphate deposition in the Algoma region of Ontario indicate levels of 7.81 and 11.01 meq/m^2, respectively.[12]

Sulphate levels in Canadian lakes typically range from 3 to 30 mg/L.[13] Recent data from Ontario show similar levels in small lakes (12.7 ± 11.3 mg/L); sulphate concentrations were 7.6 mg/L in Lake Superior at Thunder Bay and 19 mg/L in Lake Huron at

Goderich.[14] In a survey of river waters in western Canada, concentrations of sulphate ranged from 1 to 3040 mg/L; most concentrations were below 580 mg/L.[15]

Data compiled by three Canadian provinces (Nova Scotia, Saskatchewan and Alberta) indicate that, in the years 1976 to 1977, sulphate concentrations in municipal water supplies ranged from less than 10 mg/L to 1795 mg/L.[16-18] Levels in central Canada were particularly high; approximately 13% of the 428 sampling locations in Saskatchewan and Alberta had sulphate concentrations in excess of 500 mg/L. In Saskatchewan, between 1970 and 1989, median levels of 368 mg/L and 97 mg/L were determined for treated drinking water from groundwater and surface water supplies, respectively, with a range of 3 to 2170 mg/L.[19] The mean sulphate level in municipal drinking water supplies in 78 locations in Nova Scotia during 1987 to 1988 was 14.2 mg/L (range 2.0 to 110.0 mg/L).[20] In a 1989 municipal water supply survey in Nova Scotia, mean sulphate concentrations were 12.1 mg/L (N=102) in treated supplies and 15.0 mg/L (N=87) in raw supplies; a maximum of 79.0 mg/L was recorded.[21] Monitoring of 17 municipal water supplies in Ontario during 1985 and 1986 found the mean sulphate concentration in the untreated water to be 12.5 mg/L, increasing to 22.5 mg/L after treatment; a maximum concentration of 83.6 mg/L was recorded in the distribution system of one water treatment plant where the sulphate concentration prior to treatment had been only 1.9 mg/L.[14]

Seawater contains about 2700 mg sulphate per litre,[22] and it has been estimated that 1.7 million tonnes of sulphate are added annually to the Canadian atmosphere from sea spray.[13] Canadian anthropogenic sources such as base metal smelting, sour gas processing and fuel combustion contribute an estimated 3.0 million tonnes of sulphate to the atmosphere, and transboundary flow from 20 major northern U.S. locations contributes another 3.4 million tonnes.[13]

The level of sulphate in air has been monitored in a number of Canadian locations. A temporal study undertaken in Edmonton from 1978 to 1979 showed that the mean concentration in air was 2.1 ± 1.1 μg/m^3 (N=15, range 0.3 to 4.1 μg/m^3), with the lowest mean values being recorded in November (1.7 μg/m^3) and the highest in July/August (2.7 μg/m^3).[10] During the winter of 1983 to 1984, a sulphate concentration of 0.72 μg/m^3 was measured in Portage la Prairie, Manitoba, and a concentration of 2.75 μg/m^3 was measured in Tillsonburg, Ontario.[23] The mean sulphate concentration in air recorded in 52 stations in Ontario during 1985 was 7.0 ± 1.7 μg/m^3, with a range of 3.0 to 12.6 μg/m^3.[24] In a recent survey of sulphate concentrations from 31 mostly urban sites across Canada between 1984 and 1993, mean concentrations (N=8123) ranged from 1.6 μg/m^3 (Edmonton) to 6.3 μg/m^3 (Windsor); a maximum of 41.5 μg/m^3 was also recorded in Windsor.[25] The data also indicate that average ambient sulphate concentrations in eastern Canada are nearly twice as high as those in western Canada. In a nationwide (U.S.) survey of 23 664 ambient air samples from 405 sites over the period 1976 to 1981, sulphate concentrations ranged between 0.5 and 228.4 μg/m^3, with the mean values in each city ranging from 0.82 to 31.49 μg/m^3.[26]

No data on the sulphate content of foodstuffs were identified; however, both sulphites and sulphates are used as firming agents and preservatives in the food industry.[27,28] A portion of the sulphide present in foods may also be oxidized to sulphate in the gastrointestinal tract.[29]

Canadian Exposure

Data concerning the daily dietary intake of sulphates by Canadians were not found. Tabulations of possible dietary intakes of a variety of sulphate compounds used as additives in U.S. foods are available. Estimates from these data, based on food consumption values and reported usage of sulphates as additives, indicate that these substances contribute an average of 453 mg to the daily sulphate intake of Americans.[30,31] The average daily intake of sulphur in food by adults is estimated to be 930 mg, based on dietary surveys and data on food composition, and 1100 mg, based on the assumption that the sulphur content of foods is derived from protein and is proportionately related to the nitrogen content.[32]

If one assumes a daily drinking water consumption of 1.5 L and a sulphate concentration in drinking water of 22.5 mg/L (the mean concentration in treated drinking water from the Ontario survey),[14] the daily intake of sulphate from this source would be less than 35 mg. However, in areas with much higher sulphate levels in drinking water, such as Saskatchewan,[19] daily intake from this source could be over 3000 mg.

If one assumes sulphate concentrations in air of 0.006 mg/m^3 for eastern Canada and 0.002 mg/m^3 for western Canada,[25] and if daily respiratory volume is 20 m^3 of air, then daily exposure of an adult to sulphate via the inhalation route would be 0.1 mg in eastern Canada and 0.04 mg in western Canada.

Average daily intake of sulphate from drinking water, air and food is therefore approximately 500 mg, with food being the major source. However, in areas where drinking water supplies contain high levels of sulphate, such as Saskatchewan, drinking water may constitute the principal source of intake.

Analytical Methods and Treatment Technology

Sulphate in aqueous solutions may be determined by ion chromatography using a conductivity detector; the detection limit for this method is about 0.05 mg/L.[33]

Because sulphate is highly soluble and relatively stable in water, it cannot be effectively removed using conventional water treatment processes. However, the addition of sulphate-containing chemicals to the water during the water treatment process can be reduced or eliminated.[34] In general, only demineralization techniques are effective for sulphate removal.[35]

Health Considerations

Essentiality

No symptoms of sulphate deficiency have been reported in humans. No optimum dietary intake for inorganic sulphate has been suggested, mainly because the cysteine and methionine contained in dietary proteins may be oxidized to provide sulphate.

Absorption, Distribution and Excretion

In a study on seven human volunteers, it was found that about 30% or more of an orally administered dose of 13.9 g of radioactively labelled magnesium sulphate heptahydrate was recovered in the urine within 24 hours.[36] In a similar study in which five healthy men ingested 18.1 g of sodium sulphate decahydrate, 43.5% of the dose was recovered in the urine within 24 hours.[37] Approximately 73% of the dietary dose of calcium or magnesium sulphate salts administered to adult male Wistar rats was absorbed.[38] However, the amount ingested, the nature of the accompanying anion and the presence of certain dietary components influence the amount of sulphate absorbed.[38] Low doses are generally absorbed well; at higher doses (such as would be used to induce catharsis), however, the absorptive capacity is probably exceeded, so that much of the dose is excreted in the faeces.

The serum concentration of sulphate in humans ranges between 1.4 and 4.8 mg/100 mL, with a mean of about 3.1 mg/100 mL. Sulphate is present in all body tissues but is found in the highest concentration in the connective tissues, where it is present as chondroitin sulphates,[39,40] and in the metabolically active areas of bone and teeth formation. It has been suggested that sulphated protein polysaccharides may be involved in the regulation of bone development.[41]

Excess sulphate in the blood is rapidly eliminated by urinary excretion,[42,43] although some may be excreted in the bile[44,45] and pancreatic fluid[44]; as well, some reabsorption may occur in the renal proximal tubule,[46] especially if the quantities of sulphate ingested are sufficiently large to saturate tubular reabsorption.[47] About 800 mg of elemental sulphur are eliminated daily through the urine of humans, compared with 140 mg in the faeces.[32] Some 85% of urinary sulphur is present as inorganic sulphates and a further 10% as organic sulphates, whereas the remainder is excreted as conjugated alkyl sulphates.[48] In humans, sulphate excretion is usually 0.20 to 0.25 mmol/kg bw per day,[49] although children have a substantially higher excretion rate on a body weight basis.

Toxic Effects

Sulphate is one of the least toxic anions. The lethal dose for humans as potassium or zinc sulphate is 45 g. The reported minimum lethal dose of magnesium sulphate in mammals is 200 mg/kg.[50]

Sulphate doses of 1000 to 2000 mg (14 to 29 mg/kg bw) have a cathartic effect on humans, resulting in purgation of the alimentary canal.[8] Water containing magnesium sulphate at a concentration of 1000 mg/L acts as a purgative in normal humans, but concentrations below this are apparently physiologically harmless to the general population.[8,50] It is reported that humans can adapt to higher concentrations with time.[51] Dehydration has also been reported as a common side effect following the ingestion of large amounts of magnesium or sodium sulphate.[52]

In short-term (28-day) studies, weanling pigs drinking water containing sulphates at 3000 mg/L experienced no adverse effects other than diarrhoea.[53] Cattle can tolerate concentrations of sodium sulphate in their drinking water up to 2610 ppm (corresponding to 527 mg/kg bw per day) for periods up to 90 days with no signs of toxicity except for changes in methaemoglobin and sulphaemoglobin levels.[54] However, 69 of 200 yearling calves, 22 of which subsequently died, developed polioencephalomalacia following ingestion of a protein supplement containing 1.5% organic sulphate and drinking water containing 1814 ppm sulphate.[55]

Other Considerations

The taste threshold concentrations for the most prevalent sulphate salts are 250 to 500 mg/L (median 350 mg/L) for sodium sulphate, 250 to 900 mg/L (median 525 mg/L) for calcium sulphate and 400 to 600 mg/L (median 525 mg/L) for magnesium sulphate.[35] Concentrations of sulphate salts at which 50% of panel members considered the water to have an "offensive taste" were approximately 1000 and 850 mg/L for calcium and magnesium sulphate, respectively.[56]

Sulphates can interfere with disinfection efficiency by scavenging residual chlorine in the distribution system.[57] The presence of sulphate salts in drinking water could increase corrosion of mild steel in the delivery system.[58] Sulphate-reducing bacteria may be involved in the tuberculation of metal pipes. The

hydrogen sulphide produced by these bacteria may lower the aesthetic quality of the water by imparting an unpleasant taste and odour and may increase corrosion in both metal and concrete pipes.[59,60]

Rationale

1. The major physiological effects resulting from the ingestion of large quantities of sulphate are catharsis and gastrointestinal irritation. Water containing magnesium sulphate at levels above 1000 mg/L acts as a purgative in adults. Lower concentrations may affect bottle-fed infants and adults who have just been introduced to the water.

2. The presence of sulphate in drinking water can also result in a noticeable taste. Taste threshold concentrations for various sulphate salts appear to be at or above 500 mg/L for the general population, although sensitive individuals may find the taste objectionable at lower sulphate concentrations.

3. The aesthetic objective for sulphate is therefore ≤500 mg/L. Because of the possibility of adverse physiological effects at higher concentrations, it is also recommended that health authorities be notified of sources of drinking water that contain sulphate concentrations in excess of 500 mg/L.

References

1. Greenwood, N.N. and Earnshaw, A. Chemistry of the elements. Pergamon Press, Oxford, UK (1984).

2. Peck, H.D., Jr. Sulphur requirements and metabolism of microorganisms. In: Proceedings of a Symposium on Sulphur in Nutrition. D.H. Muth and J.E. Oldfield (eds.). Avi Publishing Co., Westport, CT (1970).

3. Smith, R.L. Ecology and field biology. 2nd edition. Harper & Row, New York, NY (1974).

4. Barry, G.S. Sodium sulphate. In: Canadian minerals yearbook — 1988. Mineral Report No. 37, Mineral Resources Branch, Energy, Mines and Resources Canada, Ottawa (1989).

5. McGuire, M.J., Jones, R.M., Means, E.G., Izaguirre, G. and Preston, A.E. Controlling attached blue-green algae with copper sulphate. J. Am. Water Works Assoc., 76(5): 60 (1984).

6. Kalbe, L. and Labor, V. [Odour and taste in drinking water — a literature review of the technology of water preparation.] Wiss. Z., Wilhelm-Pieck-Univ., Rostock, 34: 60 (1985) [in German].

7. Delisle, C.E. and Schmidt, J.W. The effects of sulphur on water and aquatic life in Canada. In: Sulphur and its inorganic derivatives in the Canadian environment. NRCC No. 15015, Associate Committee on Scientific Criteria for Environmental Quality, National Research Council of Canada, Ottawa (1977).

8. McKee, J.E. and Wolf, H.W. Water quality criteria. 2nd edition. California State Water Quality Control Board, Sacramento, CA (1963).

9. Keller, W. and Pitblade, J.R. Water quality changes in Sudbury area lakes: a comparison of synoptic surveys in 1974–1976 and 1981–1983. Water Air Soil Pollut., 29: 285 (1986).

10. Klemm, R.F. and Gray, J.M.L. A study of the chemical composition of particulate matter and aerosols over Edmonton. Report No. RMD 82/9, prepared for the Research Management Division by the Alberta Research Council (1982).

11. Van Loon, J.C. Toronto's precipitation analyzed for heavy metal content. Water Pollut. Control, 111(2): 38 (1973).

12. Kelso, J.R.M., Minns, C.K., Lipsit, J.H. and Jeffries, D.S. Headwater lake chemistry during the spring freshet in north-central Ontario. Water Air Soil Pollut., 29: 245 (1986).

13. Katz, M. The Canadian sulphur problem. In: Sulphur and its inorganic derivatives in the Canadian environment. NRCC No. 15015, Associate Committee on Scientific Criteria for Environmental Quality, National Research Council of Canada, Ottawa. p. 21 (1977).

14. Ontario Ministry of the Environment. Drinking water monitoring data (unpublished). Toronto (1987).

15. Environment Canada. Detailed surface water quality data, Northwest Territories 1980–1981, Alberta 1980–1981, Saskatchewan 1980–1981, Manitoba 1980–1981. Unpublished results provided by Inland Waters Directorate, Ottawa (1984).

16. Nova Scotia Department of Public Health. Chemical quality of municipal water supplies for 1975–1976 (unpublished). Halifax (1977).

17. Saskatchewan Department of the Environment. Drinking water monitoring data (unpublished). Regina (1977).

18. Alberta Department of Environment. Summary of water chemical analysis (unpublished). Edmonton (1977).

19. Saskatchewan Environment and Public Safety. Water quality monitoring data — 1970 to October 1989 (unpublished). Regina (1989).

20. Nova Scotia Department of Public Health. Chemical analysis of municipal water supplies — datafile printout, 1987–1988 (unpublished). Public Health Inspection, Halifax (1988).

21. Nova Scotia Department of Health and Fitness. Water quality analysis in Nova Scotia municipal water supplies — heavy metal survey, May 1989. Halifax (1990).

22. Hitchcock, D.R. Biogenic contributions to atmospheric sulphate levels. Proceedings of the Second National Conference on Complete Water Re-use. American Institute of Chemical Engineers and U.S. Environmental Protection Agency, Chicago, IL, May. p. 291 (1975).

23. Franklin, C.A., Burnett, R.T., Paolini, R.J.P. and Raizenne, M.E. Health risks from acid rain: a Canadian perspective. Environ. Health Perspect., 63: 155 (1985).

24. Ontario Ministry of the Environment. Appendix to: Annual report on air quality in Ontario. Air Quality Assessment Unit, Etobicoke (1987).

25. Environment Canada. PM_{10} and $PM_{2.5}$ concentrations at Canadian sites: 1984–1993. Report No. PMD 94-3, Pollution Measurement Division (1994).

26. U.S. Environmental Protection Agency. Computer printout for frequency distribution listings for sulfate in air, 1977–1983. Provided by Environmental Monitoring Systems Laboratory, Research Triangle Park, NC (1984).

27. Department of National Health and Welfare. Food additive pocket dictionary. Ottawa (1987).

28. Hanssen, M. E for additives. Thorsons Publishing Group, Wellingborough, UK (1987).

29. Thienes, C.H. and Haley, T.J. Clinical toxicology. 5th edition. Lea and Fegiger, Philadelphia, PA. p. 56 (1972).

30. Informatics, Inc. GRAS (Generally Recognized as Safe) food ingredients: ammonium ion. National Technical Information Service Report No. PB-221-235, U.S. Department of Commerce, Washington, DC. p. 52 (1973).

31. Subcommittee on Research of GRAS List (Phase II). GRAS (Generally Recognized as Safe) food ingredients. DHEW No. FDA 70-22, Committee on Food Protection, Division of Biology and Agriculture, National Academy of Sciences, National Research Council, Washington, DC (1972).

32. International Commission on Radiological Protection. Report No. 23: Report of the Task Group on Reference Man. Pergamon Press, Oxford, UK (1984).

33. American Public Health Association/American Water Works Association/Water Pollution Control Federation. Standard methods for the examination of water and wastewater. 16th edition. American Public Health Association, Washington, DC (1985).

34. Health Canada. Guidelines for Canadian drinking water quality — Water treatment principles and applications. A manual for the production of drinking water. Environmental Health Directorate, Health Protection Branch, Ottawa (1993).

35. National Academy of Sciences. Drinking water and health. National Research Council, Washington, DC (1977).

36. Morris, M.E. and Levy, G. Absorption of sulphate from orally administered magnesium sulphate in man. J. Toxicol. Clin. Toxicol., 20: 107 (1983).

37. Cocchetto, D.M. and Levy, G. Absorption of orally administered sodium sulfate in humans. J. Pharm. Sci., 70: 331 (1981).

38. Whiting, S.J. and Cole, D.E. Effect of dietary anion composition on acid-induced hypercalciuria in the adult rat. J. Nutr., 116: 388 (1986).

39. Dziewiatkowski, D.D. Isolation of chondroitin sulphate-^{35}S from articular cartilage of rats. J. Biol. Chem., 189: 187 (1951).

40. Dziewiatkowski, D.D. Intracellular synthesis of chondroitin sulphate. J. Cell Biol., 13: 359 (1962).

41. Dziewiatkowski, D.D. Sulphur in animal nutrition. In: Proceedings of a Symposium on Sulphur in Nutrition. D.H. Muth and J.E. Oldfield (eds.). Avi Publishing Co., Westport, CT (1970).

42. Bauer, J.H. Oral administration of radioactive sulphate to measure extracellular fluid space in man. J. Appl. Physiol., 40: 1976 (1976).

43. Laidlaw, J.C. and Young, L. A study of ethereal sulphate formation in vitro using radioactive sulphate. Biochem. J., 54: 142 (1953).

44. Bird, P.R. Sulphur metabolism and excretion studies in ruminants. Secretion of sulphur and nitrogen in sheep pancreatic and bile fluids. Aust. J. Biol. Sci., 25: 817 (1972).

45. Mulder, G.J. and Kevlemans, K. The metabolism of inorganic sulphate in the isolated perfused rat liver. Effect of sulphate concentration on the rate of sulphation by phenolsulphotransferase. Biochem. J., 176: 959 (1978).

46. Murer, H. Transport of sulfate and phosphate in small intestine and renal proximal tubule: methods and basic properties. Comp. Biochem. Physiol., 90A: 749 (1988).

47. Krijgsheld, K.R., Frankena, H., Scholtens, E., Zweens, J. and Mulder, G.J. Absorption, serum levels and urinary excretion of inorganic sulfate after oral administration of sodium sulfate in the conscious rat. Biochim. Biophys. Acta, 586: 492 (1979).

48. Diem, K. (ed.). Documenta Geigy scientific tables. 6th edition. J.R. Geigy S.A., Basle, Switzerland. 533 pp. (1972).

49. Mulder, G.J. (ed.). Sulphation of drugs and related compounds. CRC Press, Boca Raton, FL (1981).

50. Arthur D. Little, Inc. Water quality criteria data book. Vol. 2. Inorganic chemical pollution of freshwater. Water Pollut. Control Res. Ser. No. DPV 18010, U.S. Environmental Protection Agency, Washington, DC (1971).

51. U.S. Environmental Protection Agency. National primary drinking water regulations: synthetic organic chemicals, inorganic chemicals and microorganisms; proposed rule. Fed. Regist., 50(219): 46936 (1985).

52. Fingl, E. Laxatives and cathartics. In: Pharmacological basis of therapeutics. A.G. Gilman, L.S. Goodman and L. Gilman (eds.). McMillan Publishing Co., New York, NY (1980).

53. Paterson, D.W., Wahlstrom, R.C., Libal, G.W. and Olson, O.E. Effects of sulfate in water on swine reproduction and young pig performance. J. Anim. Sci., 49(3): 664 (1979).

54. Digesti, R.D. and Weeth, H.J. A defensible maximum for inorganic sulfate in drinking water of cattle. J. Anim. Sci., 42: 1498 (1976).

55. Hibbs, C.M. and Thilsted, J.P. Toxicosis in cattle from contaminated well water. Vet. Hum. Toxicol., 25: 253 (1983).

56. Zoeteman, B.C.J. Sensory assessment of water quality. Pergamon Press, New York, NY (1980).

57. Faust, S.D. and Osman, A. Chemistry of water treatment. Butterworth Publishers, Woburn, MA (1983).

58. Larson, T.E. Corrosion phenomena — causes and cures. In: Water quality and treatment. A handbook of public water supplies. 3rd edition. McGraw-Hill Publishing Co., New York, NY (1971).

59. National Research Council of Canada. Hydrogen sulfide in the atmospheric environment. Scientific criteria for assessing its effects on environmental quality. NRCC No. 18467, Associate Committee on Scientific Criteria for Environmental Quality, Ottawa (1981).

60. Hawthorn, J.E. Hydrogen sulfide damage to concrete pipe. J. Water Pollut. Control Fed., 42: 425 (1970).

Les sulfates

L'objectif fixé à des fins d'ordre esthétique pour les sulfates dans l'eau potable est *≤500 mg/L*; il est fondé sur des considérations de goût. Vu la possibilité d'effets physiologiques nocifs à des concentrations plus élevées, il est aussi recommandé d'avertir les autorités compétentes si la concentration de sulfates d'une source d'eau potable dépasse 500 mg/L.

Généralités

Le soufre est un élément non métallique dont les valences les plus fréquentes sont –2, –1, 0, +4 et +6. Les trois sources les plus importantes de soufre pour les utilisations commerciales sont le soufre élémentaire, le sulfure d'hydrogène (H_2S, qui se trouve dans le gaz naturel et le pétrole brut) et les sulfures métalliques comme la pyrite de fer. En se combinant à l'oxygène, le soufre hexavalent donne l'ion sulfate, qui est bivalent (SO_4^{2-}). Les sulfates existent à l'état naturel dans de nombreux minéraux, dont la baryte ($BaSO_4$), l'epsomite ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) et le gypse ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$).[1] L'interconversion réversible des sulfates et des sulfures dans le milieu naturel est appelée «cycle du soufre».[2,3]

Le soufre, principalement sous la forme d'acide sulfurique, est l'un des produits chimiques les plus utilisés dans les sociétés industrialisées. La majeure partie du soufre est transformée en acide sulfurique, dont près de 60 % sert à la production d'engrais au phosphate et au sulfate d'ammonium. La production mondiale de sulfate de sodium en 1988 a été estimée à environ 4 millions de tonnes métriques; 342 076 t étaient produites au Canada en 1987, alors que les États-Unis et l'Europe en produisaient respectivement 985 000 t et 1,8 million de tonnes.[4]

Des produits à base de sulfates ou d'acide sulfurique servent aussi dans la fabrication de nombreux produits chimiques, teintures, verres, papiers, savons, textiles, fongicides, insecticides, composés astringents et émétiques. Ils servent aussi dans les industries des mines, de la papeterie, de la métallurgie et du placage, dans l'épuration des eaux d'égout et dans la transformation du cuir.[1] Le sulfate d'aluminium (alun) sert d'agent de sédimentation dans le traitement de l'eau potable; le sulfate de cuivre a servi aux États-Unis pour la limitation des algues bleues dans les eaux brutes et les réserves publiques d'eau.[5,6]

Des gâteaux de sel (sulfate de sodium anhydre) se forment souvent dans les régions où existent des dépôts naturels de saumure. La consommation des gâteaux de sel a diminué au cours des dernières années à cause de l'introduction de nouvelles méthodes de cuisson chimique de la pâte de bois (c'est là le principal usage fait de ce minéral) nécessitant l'emploi de quantités moins importantes de gâteaux de sel. En 1975, le Canada en consommait 256 385 t; il en a utilisé 188 626 t en 1984. L'utilisation de gâteaux de sel comme diluant dans les détergents a été estimée à 10 % de l'ensemble de la consommation.[4]

Présence dans l'environnement

Les sulfates de sodium, de potassium et de magnésium sont tous hydrosolubles, alors que les sulfates de calcium, de baryum et des métaux lourds ne le sont pas. Les sulfates dissous peuvent être réduits en sulfures, qui se volatilisent dans l'air sous forme de sulfure d'hydrogène, ou sont précipités sous forme d'un sel insoluble ou incorporés dans les organismes vivants.[7]

Des sulfates sont rejetés dans l'environnement aquatique avec les déchets des industries qui emploient des sulfates et de l'acide sulfurique, comme les industries minières et les fonderies, les usines de papeterie kraft, les usines textiles et les tanneries.[7,8] Le dioxyde de soufre (SO_2) atmosphérique, formé par la combustion des carburants fossiles et les procédés de grillage utilisés en métallurgie, peut aussi contribuer à la teneur en sulfates des eaux de surface. On a souvent noté une corrélation entre les teneurs en sulfates des eaux de surface et les teneurs en dioxyde de soufre des émissions d'origine anthropique. Par exemple, dans la région de Sudbury, en Ontario, on a trouvé que des changements de la qualité de l'eau, comme l'augmentation de son pH et la diminution des teneurs en sulfates, en nickel et en cuivre, ont coïncidé avec la réduction des émissions de dioxyde de soufre par les fonderies de Sudbury.[9]

Le trioxyde de soufre (SO_3), produit par oxydation photolytique ou catalytique du dioxyde de soufre, se combine aux vapeurs d'eau en donnant de l'acide sulfurique dilué, qui retombe en «pluie acide» ou en «neige acide».[7] Au Canada, la teneur des pluies en

sulfates variait de 1,0 à 3,8 mg/L en 1980,[10] alors que l'on avait mesuré auparavant à Toronto des concentrations allant de 3 à 7 mg/L.[11] Les retombées de sulfates mesurées dans le manteau nival (mars) et les pluies (en mars et en avril) dans le région d'Algoma, en Ontario, montrent des teneurs respectives de 7,81 et de 11,01 meq/m^2.[12]

La teneur en sulfates caractéristique des lacs canadiens va de 3 à 30 mg/L.[13] Des données récentes recueillies en Ontario montrent des teneurs semblables dans de petits lacs (12,7 ± 11,3 mg/L); la concentration de sulfates était de 7,6 mg/L dans le lac Supérieur à Thunder Bay et de 19 mg/L dans le lac Huron à Goderich.[14] Lors d'un relevé des eaux fluviales naturelles fait dans l'Ouest du Canada, la concentration de sulfates variait de 1 à 3 040 mg/L; la plupart du temps, elle était inférieure à 580 mg/L.[15]

Les données colligées par trois provinces canadiennes (la Nouvelle-Écosse, la Saskatchewan et l'Alberta) indiquent que, lors des années 1976 et 1977, la concentration de sulfates dans les approvisionnements en eau des municipalités variait de moins de 10 mg/L à 1 795 mg/L.[16–18] Les teneurs étaient particulièrement élevées dans le Centre du Canada : à 13 % à peu près des 428 endroits ayant fait l'objet d'un échantillonnage en Saskatchewan et en Alberta, la concentration de sulfates dépassait 500 mg/L. En Saskatchewan, de 1970 à 1989, des teneurs moyennes respectives de 368 mg/L et de 97 mg/L furent trouvées dans l'eau potable traitée provenant de réserves d'eaux souterraines et d'eaux de surface, la plage allant de 3 à 2 170 mg/L.[19] La teneur moyenne en sulfates des réserves d'eau potable de 78 municipalités de la Nouvelle-Écosse en 1987 et en 1988 était de 14,2 mg/L (plage de 2,0 à 110,0 mg/L).[20] Lors d'une enquête faite en Nouvelle-Écosse en 1989 sur les réserves d'eau des municipalités, la concentration moyenne de sulfates était de 12,1 mg/L (N=102) dans les réserves traitées et de 15,0 mg/L (N=87) dans les réserves brutes; un maximum de 79,0 mg/L fut noté.[21] L'inspection de 17 réserves d'eaux municipales en Ontario en 1985 et en 1986 a montré que la concentration moyenne de sulfates dans les eaux non traitées était de 12,5 mg/L, mais qu'elle augmentait à 22,5 mg/L après le traitement; une concentration maximale de 83,6 mg/L fut notée dans le réseau de distribution d'une usine d'épuration de l'eau où la concentration de sulfates avant le traitement n'était que de 1,9 mg/L.[14]

L'eau de mer contient quelque 2 700 mg de sulfate par litre[22] et l'on estime que les embruns marins ajoutent 1,7 million de tonnes de sulfates chaque année dans l'atmosphère canadienne.[13] D'après des estimations, les sources anthropiques canadiennes, comme la fonte des métaux de base, le traitement des gaz acides et la combustion de carburants, libèrent 3,0 millions de tonnes de sulfates dans l'atmosphère, et le transport transfrontalier à partir de 20 localités principales du Nord des États-Unis, un autre 3,4 millions de tonnes.[13]

La teneur de l'air en sulfates a été suivie de près dans un certain nombre de localités canadiennes. Une étude temporelle entreprise à Edmonton en 1978 et 1979 a montré que la concentration moyenne dans l'air était 2,1 ± 1,1 µg/m^3 (N=15, plage de 0,3 à 4,1 µg/m^3), la valeur la plus faible étant enregistrée en novembre (1,7 µg/m^3) et la plus élevée, en juillet/août (2,7 µg/m^3).[10] Durant l'hiver 1983–1984, une concentration de sulfates de 0,72 µg/m^3 fut mesurée à Portage la Prairie, au Manitoba, et une concentration de 2,75 µg/m^3, à Tillsonburg, en Ontario.[23] La concentration moyenne de sulfates enregistrée dans l'air à 52 stations de l'Ontario durant 1985 fut 7,0 ± 1,7 µg/m^3, avec une plage totale allant de 3,0 à 12,6 µg/m^3.[24] Lors d'une étude récente sur la concentration de sulfates effectuée dans 31 endroits, pour la plupart urbains, dans l'ensemble du Canada entre 1984 et 1993, la concentration moyenne (N=8 123) variait de 1,6 µg/m^3 (Edmonton) à 6,3 µg/m^3 (Windsor); un maximum de 41,5 µg/m^3 fut enregistré à Windsor.[25] Les données indiquent aussi que la concentration moyenne de sulfates est presque deux fois plus élevée dans l'Est que dans l'Ouest du Canada. Lors d'une enquête effectuée dans l'ensemble des États-Unis, la concentration de sulfates de 23 664 échantillons d'air ambiant prélevés à 405 postes durant la période allant de 1976 à 1981 variait entre 0,5 et 228,4 µg/m^3, la moyenne variant dans chaque ville de 0,82 à 31,49 µg/m^3.[26]

Aucune donnée ne fut relevée sur la teneur en sulfates des produits alimentaires; toutefois, on se sert tant de sulfites que de sulfates comme agents de raffermissement et de préservation dans l'industrie de l'alimentation.[27,28] Les sulfures présents dans les aliments peuvent aussi être en partie oxydés en sulfates dans le tractus gastro-intestinal.[29]

Exposition des Canadiens

On n'a repéré aucune donnée concernant les quantités de sulfates absorbées chaque jour par les Canadiens. Il existe des tables de l'apport alimentaire possible en divers composés de type sulfate servant d'additifs dans les aliments aux États-Unis. Des estimations faites à partir de ces données, en fonction des indices de consommation alimentaire et des emplois signalés de sulfates comme additifs, indiquent que ces substances fournissent aux Américains un apport quotidien moyen de 453 mg de sulfates.[30,31] Chez les adultes, l'apport alimentaire quotidien moyen de soufre est estimé à 930 mg, d'après des enquêtes sur l'alimentation et des données sur la composition des aliments, et à 1 100 mg d'après l'hypothèse que la teneur en soufre des aliments vient des protéines et qu'elle est directement liée à la teneur en azote.[32]

Dans l'hypothèse d'une consommation quotidienne d'eau potable de 1,5 L et d'une concentration de sulfates dans l'eau potable de 22,5 mg/L (concentration moyenne trouvée dans l'eau potable lors de l'étude faite en Ontario),[14] l'apport quotidien de sulfates dû à cette source serait inférieur à 35 mg. Cependant, dans les régions où la teneur de l'eau potable en sulfates est beaucoup plus élevée (p. ex. en Saskatchewan),[19] l'apport quotidien ayant cette origine pourrait dépasser 3 000 mg.

Dans l'hypothèse d'une concentration atmosphérique de sulfates de 0,006 mg/m^3 dans l'Est et de 0,002 mg/m^3 dans l'Ouest du Canada,[25] et d'un volume respiratoire quotidien de 20 m^3 d'air, un adulte serait exposé quotidiennement, par inhalation, à 0,1 mg de sulfates dans l'Est et à 0,04 mg dans l'Ouest du Canada.

L'apport quotidien moyen de sulfate dû à l'eau potable, à l'air et aux aliments est donc de 500 mg à peu près, les aliments étant ici la principale source. Cependant, dans les régions, comme la Saskatchewan, où les réserves d'eau potable ont une teneur élevée en sulfates, l'eau potable peut constituer la principale source de l'apport.

Méthodes d'analyse et techniques de traitement

Il est possible de doser les sulfates en solution aqueuse par chromatographie ionique avec un détecteur conductimétrique; la limite de détection de cette méthode est environ 0,05 mg/L.[33]

Comme les sulfates sont très solubles et relativement stables dans l'eau, on ne peut pas les éliminer efficacement par les procédés classiques d'épuration de l'eau. Il est cependant possible de réduire, voire d'éliminer l'addition de produits chimiques contenant des sulfates durant l'épuration de l'eau.[34] En général, seules les techniques de déminéralisation sont efficaces pour éliminer les sulfates.[35]

Effets sur la santé

Besoins essentiels

Aucun symptôme de déficience en sulfates n'a été signalé chez l'humain. On n'a proposé aucun apport alimentaire optimum de sulfates inorganiques, surtout parce que la cystéine et la méthionine contenues dans les protéines peuvent être oxydées en sulfates.

Absorption, distribution et excrétion

Lors d'une étude réalisée chez sept volontaires, on a trouvé qu'une proportion d'au moins 30 % environ d'une dose de 13,9 g de sulfate de magnésium heptahydraté radioactif administrée par voie orale était récupérée dans les urines dans les 24 heures.[36] Lors d'une étude semblable, au cours de laquelle cinq hommes en santé absorbèrent 18,1 g de sulfate de sodium décahydraté, la dose était récupérée à 43,5 % dans les urines dans les 24 heures.[37] La dose alimentaire de sulfates de calcium ou de magnésium administrée à des rats mâles adultes Wistar était absorbée à 73 % environ.[38] Mais la quantité ingérée, la nature du contre-anion et la présence de certaines composantes alimentaires influent sur l'absorption des sulfates.[38] Les faibles doses sont généralement bien absorbées; cependant, quand la dose augmente (comme, par exemple, pour provoquer une purgation), la capacité d'absorption est probablement dépassée et une bonne partie de la dose est excrétée dans les selles.

La teneur sérique en sulfates va chez l'humain de 1,4 à 4,8 mg/100 mL, la moyenne étant environ de 3,1 mg/100 mL. Les sulfates sont présents dans tous les tissus organiques; les concentrations les plus élevées se rencontrent dans les tissus conjonctifs, sous forme de chondroïtine-sulfate,[39,40] et dans les régions qui participent activement au métabolisme de la formation des os et des dents. On a fait l'hypothèse de la participation de polysaccharides protéiques sulfatés dans la régulation du développement des os.[41]

Les excédents de sulfate sanguin sont rapidement éliminés par excrétion dans les urines,[42,43] mais une partie peut être excrétée dans la bile[44,45] et le fluide pancréatique;[44] par ailleurs, il peut se produire une certaine réabsorption dans le tube urinifère proximal,[46] en particulier quand les quantités de sulfates ingérées sont assez grandes pour saturer les sites de réabsorption tubulaire.[47] Chez l'humain, environ 800 mg de soufre élémentaire sont éliminés chaque jour dans les urines, en comparaison de 140 mg dans les selles.[32] À peu près 85 % du soufre urinaire consiste en sulfates inorganiques et un autre 10 % en sulfates organiques : le reste est excrété sous forme de sulfates d'alkyles conjugués.[48] Chez l'humain, l'excrétion des sulfates se fait habituellement à raison de 0,20 à 0,25 mmol/kg p.c./j,[49] mais la vitesse d'excrétion est beaucoup plus rapide par rapport au poids chez les enfants.

Effets nocifs

L'ion sulfate est l'un des anions les moins toxiques. La dose létale chez l'humain est de 45 g sous forme de sulfate de potassium ou de zinc. La dose létale minimale de sulfate de magnésium signalée chez des mammifères est 200 mg/kg.[50]

Les doses de sulfates de 1 000 à 2 000 mg (de 14 à 29 mg/kg p.c.) ont, chez l'humain, un effet cathartique entraînant la purgation du tube digestif.[8] L'eau ayant une concentration de sulfate de magnésium de 1 000 mg/L a un effet purgatif chez l'humain normal, mais les concentrations inférieures sont apparemment sans danger physiologique pour la population en général.[8,50] On a signalé que l'humain peut, avec le

temps, s'adapter à des concentrations plus élevées.[51] On a aussi signalé que la déshydratation est un effet secondaire fréquent de l'ingestion de grandes quantités de sulfate de magnésium ou de sodium.[52]

Lors d'études à court terme (28 jours), des porcelets fraîchement sevrés consommant de l'eau potable ayant une teneur en sulfates de 3 000 mg/L ne présentaient aucun effet nocif sinon une diarrhée.[53] Le bétail peut tolérer une eau potable dont la concentration de sulfate de sodium atteint 2 610 ppm (l'équivalent de 527 mg/kg p.c./j) pendant des périodes allant jusqu'à 90 jours sans signes de toxicité si ce n'est des changements des niveaux de méthémoglobine et de sulfhémoglobine.[54] Cependant, 59 veaux d'un an sur 200, dont 22 moururent par la suite, furent atteint de polioencéphalomalacie après ingestion d'un supplément protéique contenant 1,5 % de sulfates organiques et de l'eau potable ayant une teneur en sulfates de 1 814 ppm.[55]

Autres considérations

Le seuil gustatif des sulfates (sels) les plus communs va de 250 à 500 mg/L (moyenne 350 mg/L) pour le sulfate de sodium, de 250 à 900 mg/L (moyenne 525 mg/L) pour le sulfate de calcium et de 400 à 600 mg/L (moyenne 525 mg/L) pour le sulfate de magnésium.[35] La concentration à laquelle 50 % des membres d'un groupe d'experts jugeaient que l'eau avait un «goût déplaisant» était à peu près 1 000 et 850 mg/L pour le sulfate de calcium et le sulfate de magnésium, respectivement.[56]

Les sulfates peuvent nuire à la désinfection de l'eau en piégeant le chlore résiduel dans les réseaux de distribution.[57] La présence de sulfates (sels) dans l'eau pourrait favoriser la corrosion de l'acier doux dans les systèmes d'alimentation.[58] Les bactéries sulfatoréductrices peuvent jouer un rôle dans la tuberculisation des tuyaux métalliques. Le sulfure d'hydrogène produit par ces bactéries peut réduire la qualité esthétique de l'eau en lui donnant une odeur et un goût déplaisants, et accélérer la corrosion des tuyaux de métal et de béton.[59,60]

Justification

1. Les principaux effets physiologiques provoqués par l'ingestion de grandes quantités de sulfates sont la purgation et l'irritation gastro-intestinale. Les eaux ayant des teneurs en sulfate de magnésium supérieures à 1 000 mg/L ont un effet purgatif chez les adultes. Des concentrations plus faibles peuvent agir sur les bébés nourris à la bouteille et sur les adultes qui n'ont pas l'habitude d'une eau sulfatée.

2. La présence de sulfates dans l'eau potable peut aussi donner à celle-ci un goût perceptible. Le seuil gustatif des divers sulfates (sels) semble être égal ou supérieur à 500 mg/L pour la population en général, mais les personnes sensibles peuvent trouver un goût déplaisant à une eau ayant une teneur moins élevée en sulfates.

3. L'objectif fixé à des fins esthétiques pour les sulfates est donc ≤500 mg/L. Vu la possibilité d'effets physiologiques nocifs à une concentration plus élevée, il est aussi recommandé d'avertir les autorités compétentes si la concentration de sulfates d'une source d'eau potable dépasse 500 mg/L.

Références bibliographiques

1. Greenwood, N.N. et Earnshaw, A. Chemistry of the elements. Pergamon Press, Oxford, UK (1984).

2. Peck, H. D., Jr. Sulphur requirements and metabolism of microorganisms. Dans : Proceedings of a Symposium on Sulphur in Nutrition. D. H. Muth et J. E. Oldfield (dir. de publ.). Avi Publishing Co., Westport, CT (1970).

3. Smith, R.L. Ecology and field biology. 2e édition. Harper & Row, New York, NY (1974).

4. Barry, G.S. Sodium sulphate. Dans : Canadian minerals yearbook — 1988. Mineral Report No. 37. Division des ressources minérales, Énergie, Mines et Ressources Canada, Ottawa (1989).

5. McGuire, M.J., Jones, R.M., Means, E.G., Izaguirre, G. et Preston, A.E. Controlling attached blue-green algae with copper sulphate. J. Am. Water Works Assoc., 76(5) : 60 (1984).

6. Kalbe, L. et Labor, V. [Odeur et goût de l'eau potable — étude bibliographique de la technologie du traitement de l'eau.] Wiss. Z., Wilhelm-Pieck-Univ., Rostock, 34 : 60 (1985) [en allemand].

7. Delisle, C.E. et Schmidt, J.W. The effects of sulphur on water and aquatic life in Canada. Dans : Sulphur and its inorganic derivatives in the Canadian environment. NRCC No. 15015, Comité associé sur les critères scientifiques concernant l'état de l'environnement, Conseil national de recherches du Canada, Ottawa (1977).

8. McKee, J.E. et Wolf, H.W. Water quality criteria. 2e édition. California State Water Quality Control Board, Sacramento, CA (1963).

9. Keller, W. et Pitblade, J.R. Water quality changes in Sudbury area lakes: a comparison of synoptic surveys in 1974–1976 and 1981–1983. Water Air Soil Pollut., 29 : 285 (1986).

10. Klemm, R.F. et Gray, J.M.L. A study of the chemical composition of particulate matter and aerosols over Edmonton. Report No. RMD 82/9, prepared for the Research Management Division by the Alberta Research Council (1982).

11. Van Loon, J.C. Toronto's precipitation analyzed for heavy metal content. Water Pollut. Control, 111(2): 38 (1973).

12. Kelso, J.R.M., Minns, C.K., Lipsit, J.H. et Jeffries, D.S. Headwater lake chemistry during the spring freshet in north-central Ontario. Water Air Soil Pollut., 29 : 245 (1986).

13. Katz, M. The Canadian sulphur problem. Dans : Sulphur and its inorganic derivatives in the Canadian environment. NRCC No. 15015, Comité associé sur les critères scientifiques concernant l'état de l'environnement, Conseil national de recherches du Canada, Ottawa. p. 21 (1977).

14. Ministère de l'Environnement de l'Ontario. Drinking water monitoring data (inédit). Toronto (1987).

15. Environnement Canada. Données détaillées sur la qualité des eaux de surface, Territoires du Nord-Ouest, 1980–1981, Alberta, 1980–1981, Saskatchewan, 1980–1981, Manitoba, 1980–1981. Données inédites communiquées par la Direction générale des eaux intérieures, Ottawa (1984).

16. Nova Scotia Department of Public Health. Chemical quality of municipal water supplies for 1975–1976 (inédit). Halifax (1977).

17. Saskatchewan Department of the Environment. Drinking water monitoring data (inédit). Regina (1977).

18. Alberta Department of Environment. Summary of water chemical analysis (inédit). Edmonton (1977).

19. Saskatchewan Environment and Public Safety. Données sur la surveillance de la qualité des eaux — 1970 à octobre 1989 (inédit). Regina (1989).

20. Nova Scotia Department of Public Health. Chemical analysis of municipal water supplies — datafile printout, 1987–1988 (inédit). Public Health Inspection, Halifax (1988).

21. Nova Scotia Department of Health and Fitness. Water quality analysis in Nova Scotia municipal water supplies — heavy metal survey, May 1989. Halifax (1990).

22. Hitchcock, D.R. Biogenic contributions to atmospheric sulphate levels. Proceedings of the Second National Conference on Complete Water Re-use. American Institute of Chemical Engineers and U.S. Environmental Protection Agency, Chicago, IL, May. p. 291 (1975).

23. Franklin, C.A., Burnett, R.T., Paolini, R.J.P. et Ratzenne, M.E. Health risks from acid rain: a Canadian perspective. Environ. Health Perspect., 63 : 155 (1985).

24. Ministère de l'Environnement de l'Ontario. Annexe, Rapport annuel sur la qualité de l'air en Ontario. Air Quality Assessment Unit, Etobicoke (1987).

25. Environnement Canada. PM_{10} and $PM_{2.5}$ concentrations at Canadian sites: 1984–1993. Report No. PMD 94-3, Pollution Measurement Division (1994).

26. U.S. Environmental Protection Agency. Computer printout for frequency distribution listings for sulfate in air, 1977–1983. Provided by Environmental Monitoring Systems Laboratory, Research Triangle Park, NC (1984).

27. Ministère de la Santé nationale et du Bien-être social. Dictionnaire de poche sur les additifs alimentaires. Ottawa (1987).

28. Hanssen, M.E. for additives. Thorsons Publishing Group, Wellingborough, UK (1987).

29. Thienes, C.H. et Haley, T.J. Clinical toxicology. 5e édition. Lea and Febiger. Philadelphia, PA. p. 56 (1972).

30. Informatics, Inc. GRAS (Generally Recognized as Safe) food ingredients: ammonium ion. National Technical Information Service Report No. PB-221-235, U. S. Department of Commerce, Washington, DC. p. 52 (1973).

31. Subcommittee on Research of GRAS List (Phase II). GRAS (Generally Recognized as Safe) food ingredients. DHEW No. FDA 70-22, Committee on Food Protection, Division of Biology and Agriculture, National Academy of Sciences, National Research Council, Washington, DC (1972).

32. Commission internationale sur la protection radiologique. Report No. 23: Report of the Task Group on Reference Man. Pergamon Press, Oxford, UK (1984).

33. American Public Health Association/American Water Works Association/Water Pollution Control Federation. Standard methods for the examination of water and wastewater. 16e édition. American Public Health Association, Washington, DC (1985).

34. Santé Canada. Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada. Principes et techniques de traitement de l'eau. Manuel pour la production d'eau potable. Direction de l'hygiène du milieu, Direction générale de la protection de la santé, Ottawa (1993).

35. National Academy of Sciences. Drinking water and health. National Research Council, Washington, DC (1977).

36. Morris, M.E. et Levy, G. Absorption of sulphate from orally administered magnesium sulphate in man. J. Toxicol. Clin. Toxicol., 20 : 107 (1983).

37. Cocchetto, D.M. et Levy, G. Absorption of orally administered sodium sulfate in humans. J. Pharm. Sci., 70 : 331 (1981).

38. Whiting, S.J. et Cole, D.E. Effect of dietary anion composition on acid-induced hypercalciuria in the adult rat. J. Nutr., 116 : 388 (1986).

39. Dziewiatkowski, D.D. Isolation of chondroitin sulphate-^{35}S from articular cartilage of rats. J. Biol. Chem., 189 : 187 (1951).

40. Dziewiatkowski, D.D. Intracellular synthesis of chondroitin sulphate. J. Cell Biol., 13 : 359 (1962).

41. Dziewiatkowski, D.D. Sulphur in animal nutrition. Dans : Proceedings of a Symposium on Sulphur in Nutrition. D.H. Muth et J.E. Oldfield (dir. de publ.). Art Publishing Co., Westport, CT (1970).

42. Bauer, J.H. Oral administration of radioactive sulphate to measure extracellular fluid space in man. J. Appl. Physiol., 40 : 1976 (1976).

43. Laidlaw, J.C. et Young, L. A study of ethereal sulphate formation in vitro using radioactive sulphate. Biochem. J., 54 : 542 (1953).

44. Bird, P.R. Sulphur metabolism and excretion studies in ruminants. Secretion of sulphur and nitrogen in sheep pancreatic and bile fluids. Aust. J. Biol. Sci., 25 : 817 (1972).

45. Mulder, G.J. et Kevlemans, K. The metabolism of inorganic sulphate in the isolated perfused rat liver. Effect of sulphate concentration on the rate of sulphation by phenolsulphotransferase. Biochem. J., 176 : 959 (1978).

46. Murer, H. Transport of sulfate and phosphate in small intestine and renal proximal tubule: methods and basic properties. Comp. Biochem. Physiol., 90A : 749 (1988).

47. Krijgsheld, K.R., Frankena, H., Scholtens, E., Zweens, J. et Mulder, G.J. Absorption, serum levels and urinary excretion of inorganic sulfate after oral administration of sodium sulfate in the conscious rat. Biochim. Biophys. Acta, 586 : 492 (1979).

48. Diem, K. (dir. de publ.). Documenta Geigy scientific tables. 6e édition. J.R. Geigy S.A., Bâle, Suisse. 533 pp. (1972).

49. Mulder, G.J. (dir. de publ.). Sulphation of drugs and related compounds. CRC Press, Boca Raton, FL (1981).

50. Arthur D. Little, Inc. Water quality criteria data book. Vol. 2. Inorganic chemical pollution of freshwater. Water Pollut. Control Res. Ser. No. DPV 18010, U. S. Environmental Protection Agency, Washington, DC (1971).

51. U.S. Environmental Protection Agency. National primary drinking water regulations: synthetic organic chemicals, inorganic chemicals and microorganisms; proposed rule. Fed. Regist., 50(219) : 46936 (1985).

52. Fingl, E. Laxatives and cathartics. Dans : Pharmacological basis of therapeutics. A. G. Gilman, L. S. Goodman et L. Gilman (dir. de publ.). McMillan Publishing Co., New York, NY (1980).

53. Paterson, D.W., Wahlstrom, R.C., Libal, G.W. et Olson, O.E. Effects of sulfate in water on swine reproduction and young pig performance. J. Anim. Sci., 49(3) : 664 (1979).

54. Digesti, R.D. et Weeth, H.J. A defensible maximum for inorganic sulfate in drinking water of cattle. J. Anim. Sci., 42 : 1498 (1976).

55. Hibbs, C.M. et Thilsted, J.P. Toxicosis in cattle from contaminated well water. Vet. Hum. Toxicol., 25 : 253 (1983).

56. Zoeteman, B.C.J. Sensory assessment of water quality. Pergamon Press, New York, NY (1980).

57. Faust, S.D. et Osman, A. Chemistry of water treatment. Butterworth Publishers, Woburn, MA (1983).

58. Larson, T.E. Corrosion phenomena — causes and cures. Dans : Water quality and treatment. A handbook of public water supplies. 3e édition. McGraw-Hill Publishing Co., New York, NY (1971).

59. Conseil national de recherches du Canada. Hydrogen sulfide in the atmospheric environment. Scientific criteria for assessing its effects on environmental quality. NRCC No. 18467, Comité associé sur les critères scientifiques concernant l'état de l'environnement, Ottawa. (1981).

60. Hawthorn, J.E. Hydrogen sulfide damage to concrete pipe. J. Water Pollut. Control Fed., 42: 425 (1970).